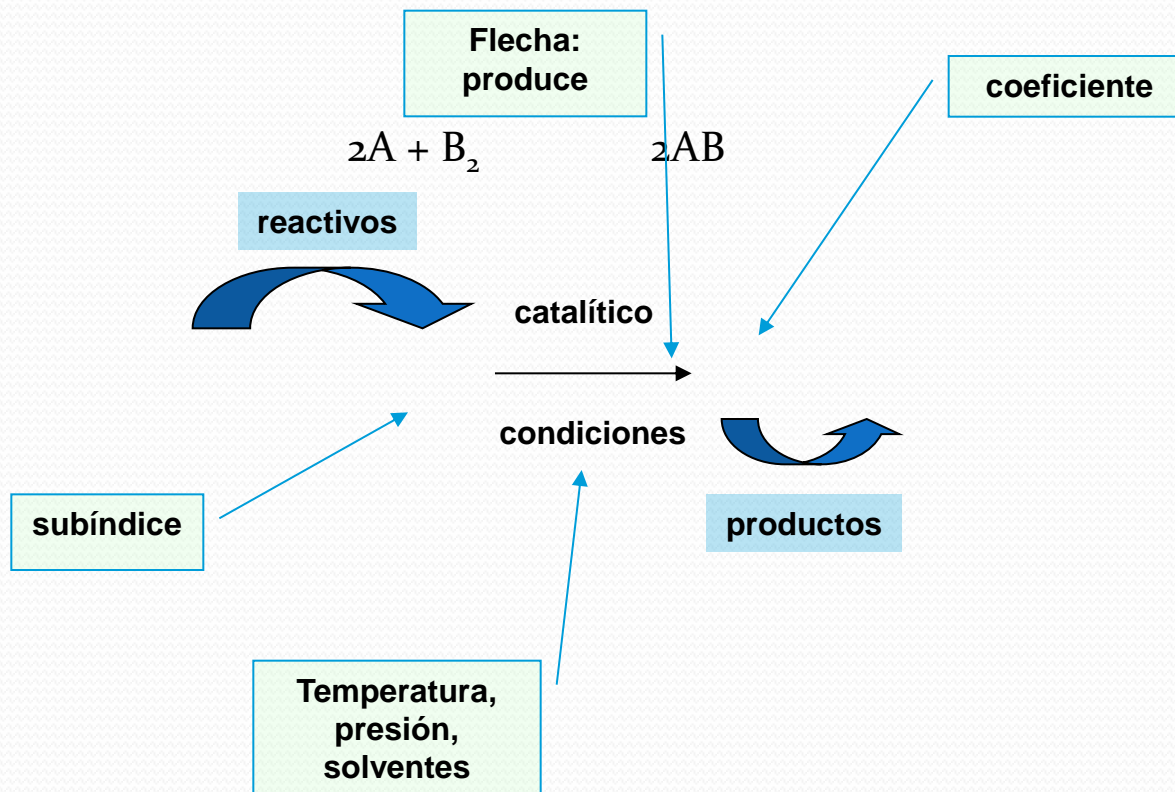


# Reacciones Químicas

**ELVER ANTONIO RIVAS CÓRDOBA**

# Escribiendo ecuaciones químicas

- Ecuación química:



# Evidencia de las reacciones químicas

- Cambio físico – la composición química de una sustancia permanece constante.
  - Fundir hielo
- Cambio químico – la composición química de una sustancia cambia.
  - Oxidación del hierro
- Reacción química – a la sustancia le ocurre un cambio químico y forma una nueva sustancia.

- Un cambio químico se lleva a cabo cuando:
  - Se produce un gas.
  - Se produce un sólido insoluble.
  - Se observa un cambio de color permanentemente.
  - Se observa un cambio de calor.
    - Exotérmico – se libera calor.
    - Endotérmico – se absorbe calor.



- La flecha: indica produce.
- Catalítico – sustancia que acelera la velocidad de reacción sin consumirse o alterarse permanentemente.
- Coeficientes: son los números a la derecha de la fórmula.
- Subíndice: son los números pequeños que indican el número de átomos de cada clase que hay en la fórmula química.

# Estado físico



- El estado físico se indica de la siguiente manera:
  - (g) o con una flecha hacia arriba (↑) gas
  - (l) líquido
  - (s) o con una flecha hacia abajo (↓) sólido
  - (ac) acuoso

# Ley de conservación de la masa

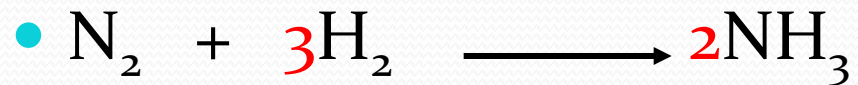
**La masa total de todas las sustancias presentes es la misma antes y después de llevarse a cabo la reacción química.**

# Balanceo de una ecuación

- $\text{N}_2 + \text{H}_2 \longrightarrow \text{NH}_3$
- Los coeficientes son usados para balancear la ecuación y esto permitirá que el número de átomos sea igual en ambos lados.
- Hay 2 N en la izquierda. Para que hayan 2 N en el lado derecho, colocar el coeficiente **2** al  $\text{NH}_3$ :
- $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \longrightarrow 2\text{NH}_3$
- Ahora hay dos moléculas de  $\text{NH}_3$  y  $2 \times 3 = 6$  H del lado derecho.
- Poner coeficiente **3** al  $\text{H}_2$ .
- La ecuación quedó balanceada.



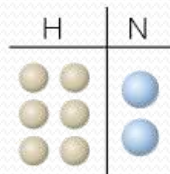
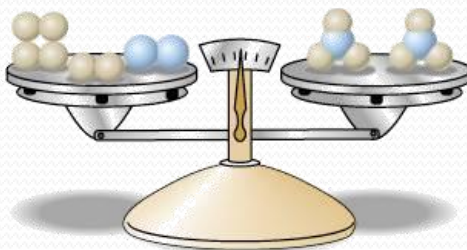
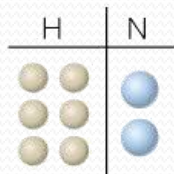
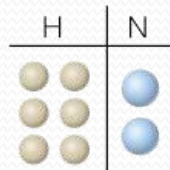
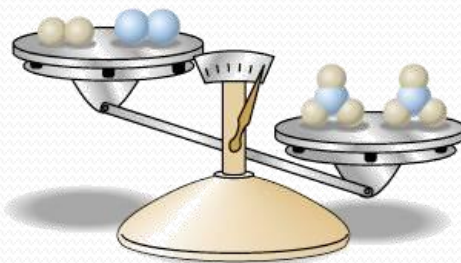
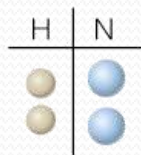
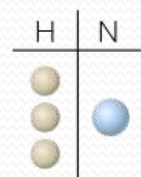
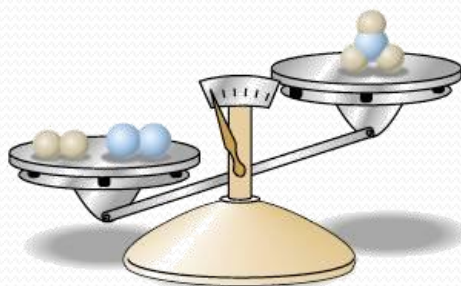
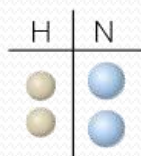
# Conteo de los átomos



átomo	izquierda	derecha
N	$1 \times 2 = 2$	$2 \times 1 = 2$
H	$3 \times 2 = 6$	$2 \times 3 = 6$

Izquierda

derecha



# ¿Qué significa esta ecuación?



1 molécula de nitrógeno (con 2 átomos) reacciona con

3 moléculas de hidrógeno (con 2 átomos) para formar:

2 moléculas de amoníaco ( Cada molécula contiene 1 N y 3 átomos de H)

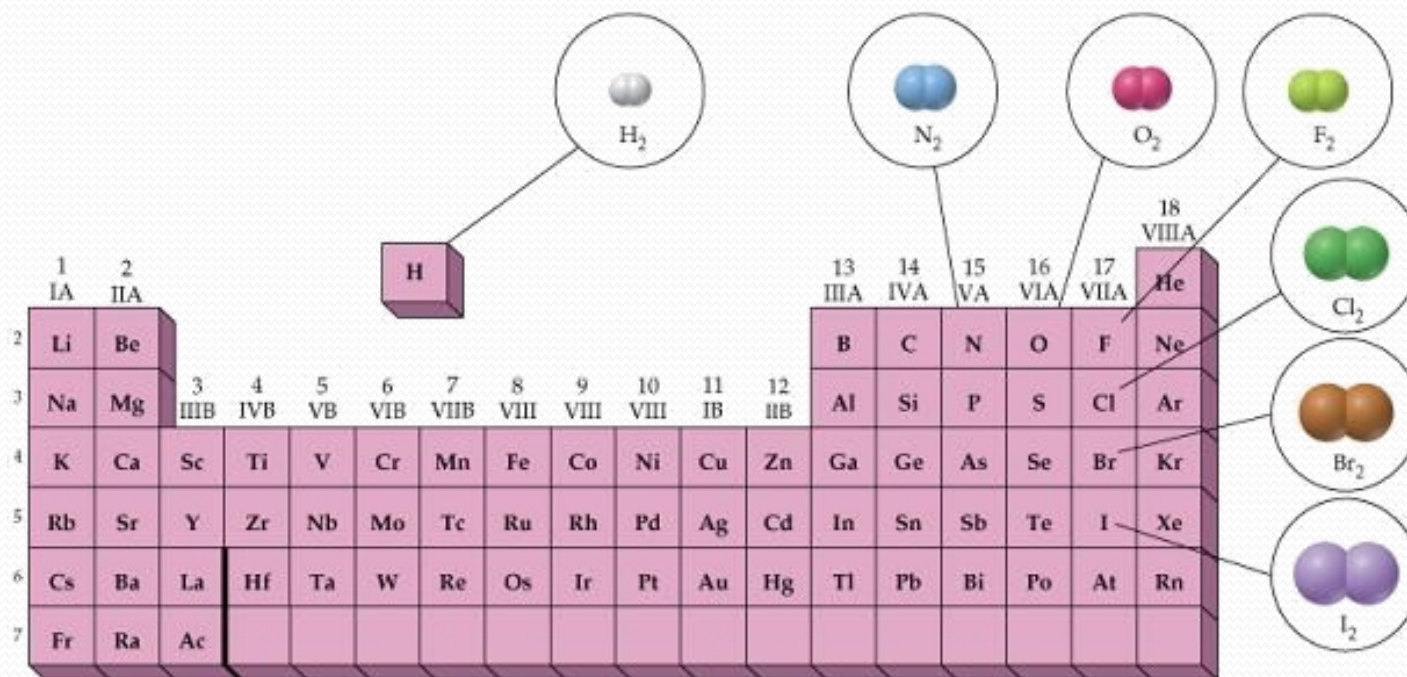
1 mol de nitrógeno ( $\text{N}_2$ ) reacciona con

3 moles de hidrógeno ( $\text{H}_2$ ) para formar:

2 moles de amoníaco ( $\text{NH}_3$ )

# Moléculas diatómicas

- Siete elementos existen naturalmente como moléculas diatómicas:  $H_2$ ,  $N_2$ ,  $O_2$ ,  $F_2$ ,  $Cl_2$ ,  $Br_2$ , y  $I_2$



## Balanceo de ecuaciones (tanteo)

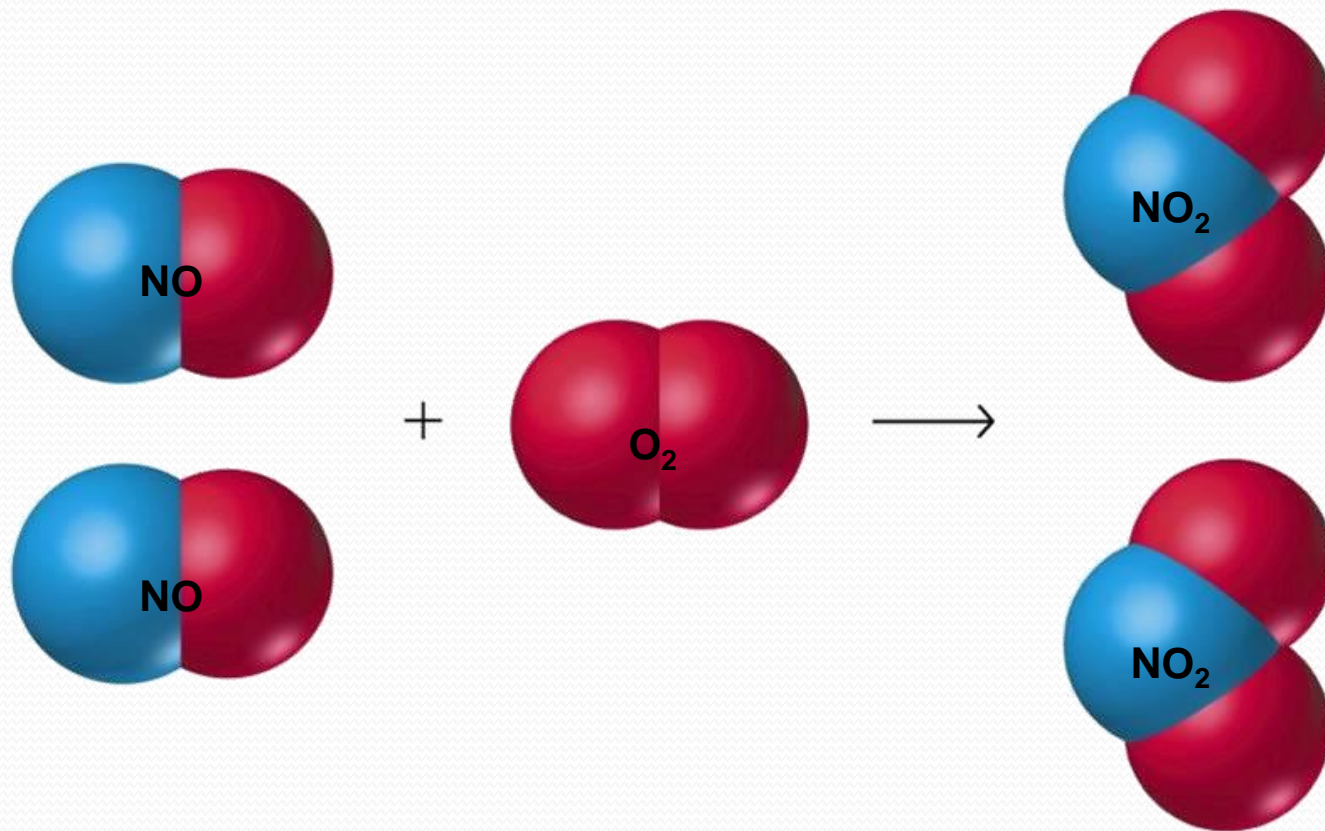
**Monóxido de nitrógeno + oxígeno → dióxido de nitrógeno**

Paso 1: Escriba la reacción usando símbolos químicos.

Paso 2: Balancee la ecuación química.



# Representación molecular



- No introduzca átomos extraños para balancear.



- ❌ No cambie una fórmula con el propósito de balancear la ecuación.



## Recomendaciones para balancear

- Balancee primeramente, los elementos que aparecen en sólo un compuesto en cada lado de la ecuación.
- Balancee los elementos libres por último.
- Balancee los grupo poliatómicos sin cambiarlos.
- Se pueden utilizar coeficientes fraccionarios que al final del proceso son convertidos en enteros por una simple multiplicación.



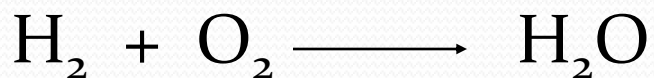
# Ejemplo No. 1

El hidrógeno gaseoso reacciona con oxígeno gaseoso para producir agua.

**Paso 1.**

hidrógeno + oxígeno  $\longrightarrow$  agua

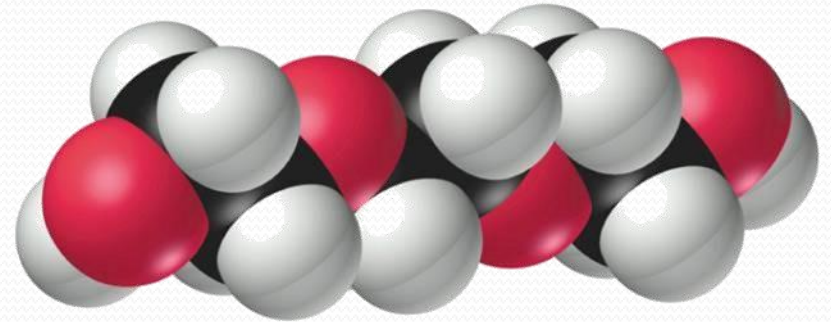
**Paso 2.**



**Paso 3.**



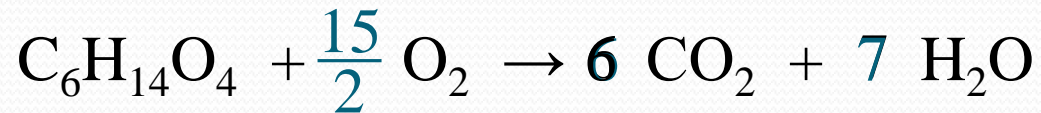
## Ejemplo No. 2



Trietilenglicol

- *Escritura y balanceo de una ecuación: La combustión de un compuesto que contiene C, H y O.*
- El trietilenglicol líquido,  $C_6H_{14}O_4$ , es utilizado como solvente y plastificante para plásticos como vinilo y poliuretano. Escriba la reacción química balanceada para su combustión completa.

*Ecuación química:*

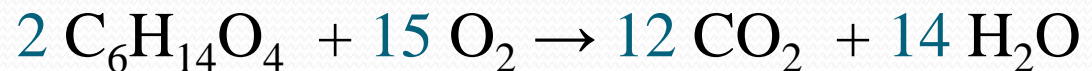


*1. Balancee C.*

*2. Balancee H.*

*3. Balancee O.*

*4. Multiplique por dos*



*Y revise todos los elementos.*

# Ejemplo No. 3



1. Balancee el C e H.
2. Balancee el elemento más simple: oxígeno.
  - Elemento libre es aquel que no está enlazado con ninguno otro elemento.
3. Revise para estar seguro que tiene el mismo número de átomos en ambos lados de la ecuación:



- La ecuación anterior se puede describir de la siguiente forma:
  - Una molécula de metano más dos moléculas de oxígeno reaccionan para producir una molécula de dióxido de carbono y dos moléculas de agua.
- Todavía hace falta incluir en la ecuación el estado físico de los compuestos:
- Gas <sub>(g)</sub>      Líquido <sub>(l)</sub>      Sólido <sub>(s)</sub>      Acuoso <sub>(ac)</sub>

- Finalmente, la ecuación queda de la siguiente forma:



- El símbolo  $\Delta$  es utilizado para indicar que hay que calentar.

una molécula  
de metano

+

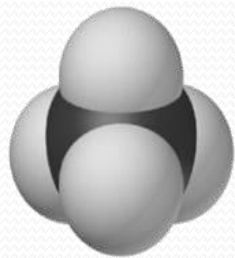
dos moléculas  
de oxígeno

→

una molécula de  
dióxido de carbono

+

dos moléculas  
de agua



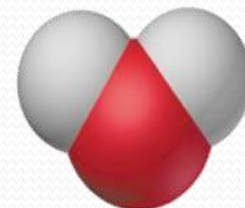
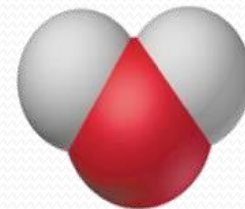
+



→



+



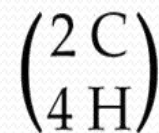
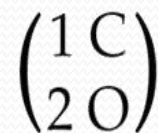
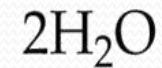
+



→



+



# Ejemplo No. 4

- El pentóxido de dinitrógeno reacciona con agua para producir ácido nítrico. Escriba una ecuación balanceada para esta reacción.
- **Paso 1:** Escriba la ecuación no balanceada.



- **Paso 2:** Use coeficientes para balancear la ecuación. Piense en un elemento a la vez. (Algunas veces es conveniente dejar el oxígeno para de último).



- Observe que del lado de los reactivos que hay dos N y del lado de los productos sólo uno. Empiece por poner 2 antes del  $\text{HNO}_3$ .



- Ahora en ambos lados de la ecuación química tiene dos H y seis O.

# Ejemplo No. 5

- Escriba una ecuación balanceada para la reacción de combustión del pentano ( $C_5H_{12}$ ).

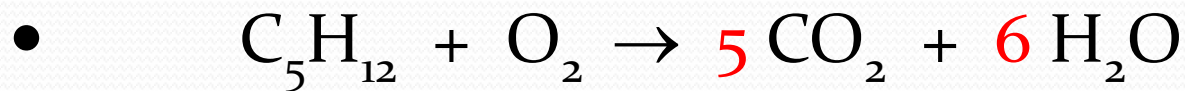
- **Paso 1:** Escriba la ecuación no balanceada:



- **Paso 2:** Use coeficientes para balancear la ecuación. (Recuerde; es útil dejar el oxígeno para de último)  
Empiece con el carbono. Hay 5 carbonos del lado de los reactivos, pero solo 1 carbono del lado de los productos. Empiece poniendo coeficiente 5 al  $CO_2$ .



- Hay 12 H en el lado de los reactivos, y sólo 2 H del lado de los productos. Coloque coeficiente 6 al  $\text{H}_2\text{O}$ .



- Ahora ajuste los oxígenos. Hay 2 O en el lado de los reactivos y 16 O del lado de los productos. Coloque coeficiente 8 al  $\text{O}_2$ .

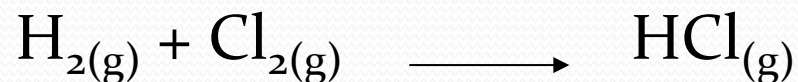


- **Paso 3:** Reduzca los coeficientes a la razón de números enteros más pequeña posible.
  - La razón de combinación es 1:8:5:6, la cual es la más pequeña posible. En otros casos, por ejemplo, podría ser que todos los coeficientes pudieran ser divisibles por 2 o 3.

# Ejercicios

- Balancee los siguientes ejercicios por el método de tanteo o simple inspección:

- Ejercicio 1:



- Ejercicio 2:



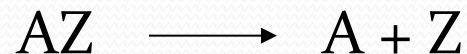
# Tipos de reacciones químicas

- Tipos de reacciones:

- Reacción de **Combinación** (Síntesis):



- Reacción de **Descomposición** (Análisis):



- Reacción de **Simple Desplazamiento** :



- Reacción de **Doble Desplazamiento** (Metátesis):



- Reacción de **Neutralización**:



**Combinación**



**Descomposición**



**Simple Desplazamiento**



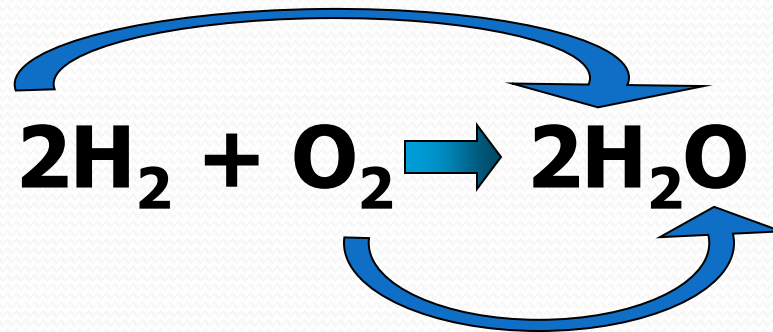
**Doble Desplazamiento**



Las esferas representan átomos o grupos de átomos

# Combinación

- Elementos o compuestos se combinan para formar un compuesto:

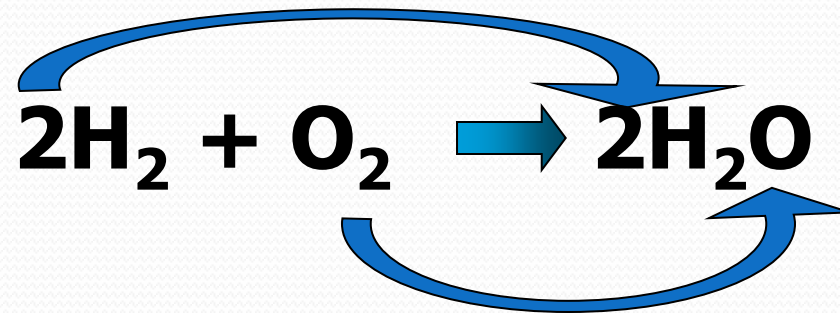


elemento + elemento  $\rightarrow$  compuesto



# Combinación

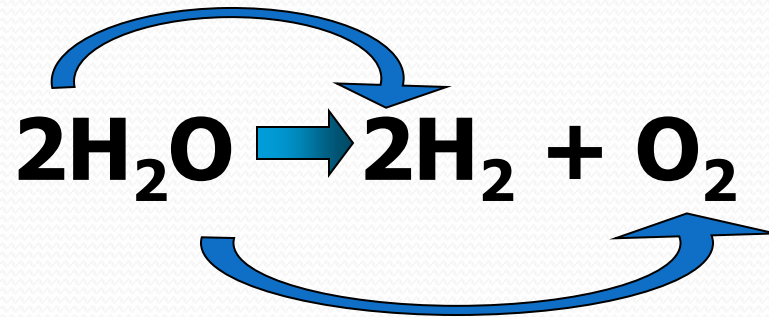
- Elementos o compuestos se combinan para formar un compuesto:



elemento + elemento  $\rightarrow$  compuesto

# Descomposición

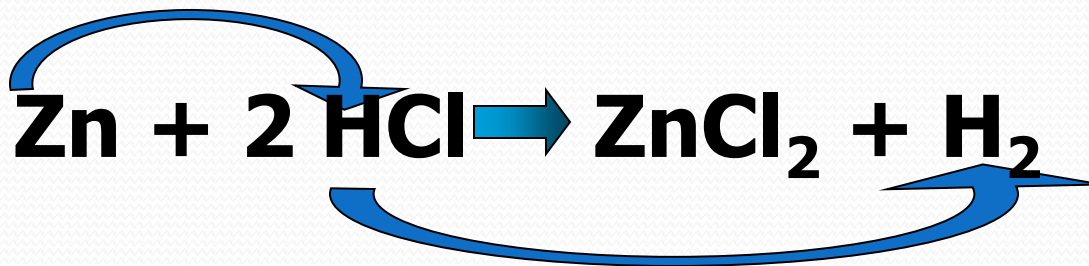
- Un compuesto se descompone en partes:



compuesto  $\Rightarrow$  elemento + elemento

# Simple Desplazamiento

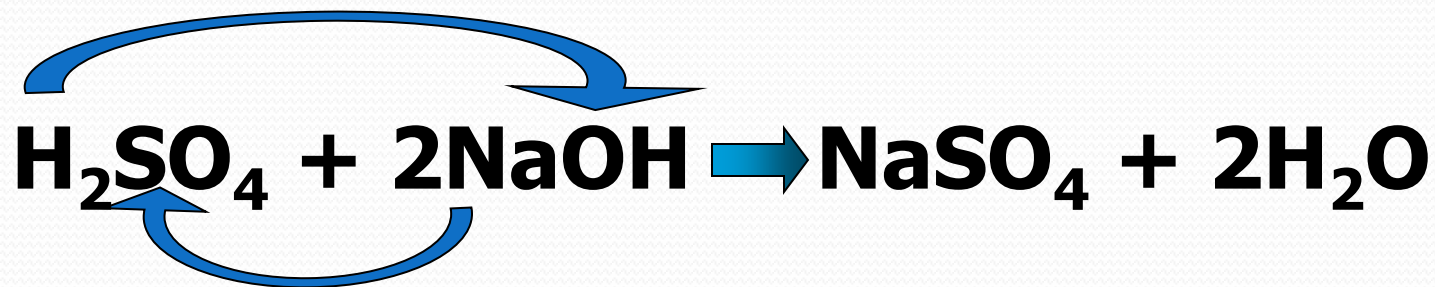
- Un elemento desplaza a otro elemento en un compuesto:



elemento + compuesto  $\rightarrow$  compuesto + elemento

# Doble Desplazamiento

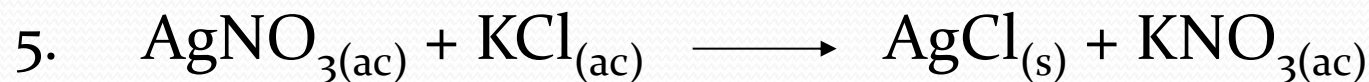
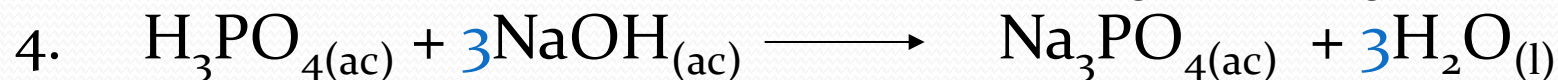
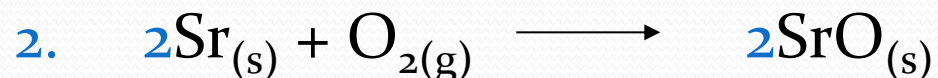
- Hay un intercambio entre elementos de dos compuestos:



compuesto + compuesto  $\rightarrow$  compuesto + compuesto

# Ejercicio

- Identifique el tipo de cada una de las siguientes reacciones:

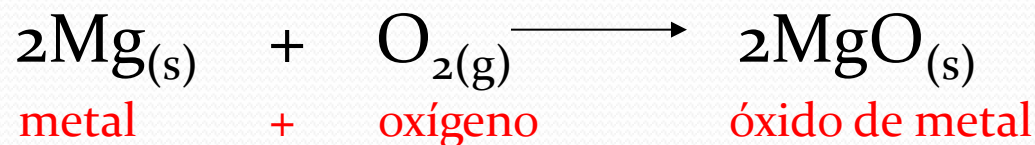


- Respuesta del ejercicio anterior:
  1. Simple Desplazamiento
  2. Combinación
  3. Descomposición
  4. Neutralizaciónn
  5. Doble Desplazamiento

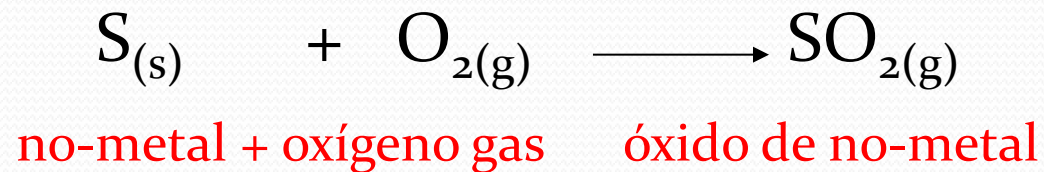
## Reacciones de Combinación

- Las sustancias más simples se combinan para formar compuestos más complejos.

- Metal y oxígeno gaseoso:



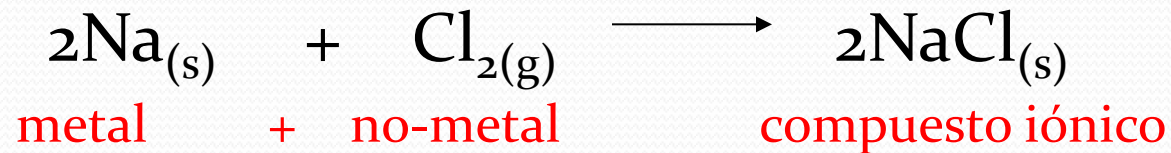
- No-metal y oxígeno gaseoso:



- Los óxidos de no-metales muestran múltiples capacidades de combinación. Ejemplo: formación de oxácidos.

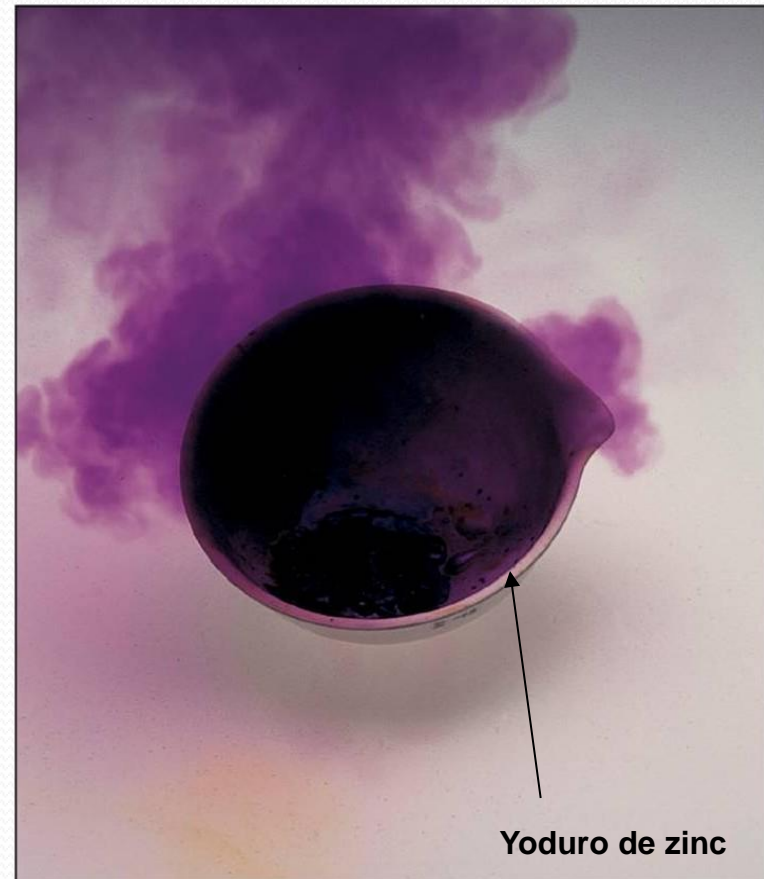
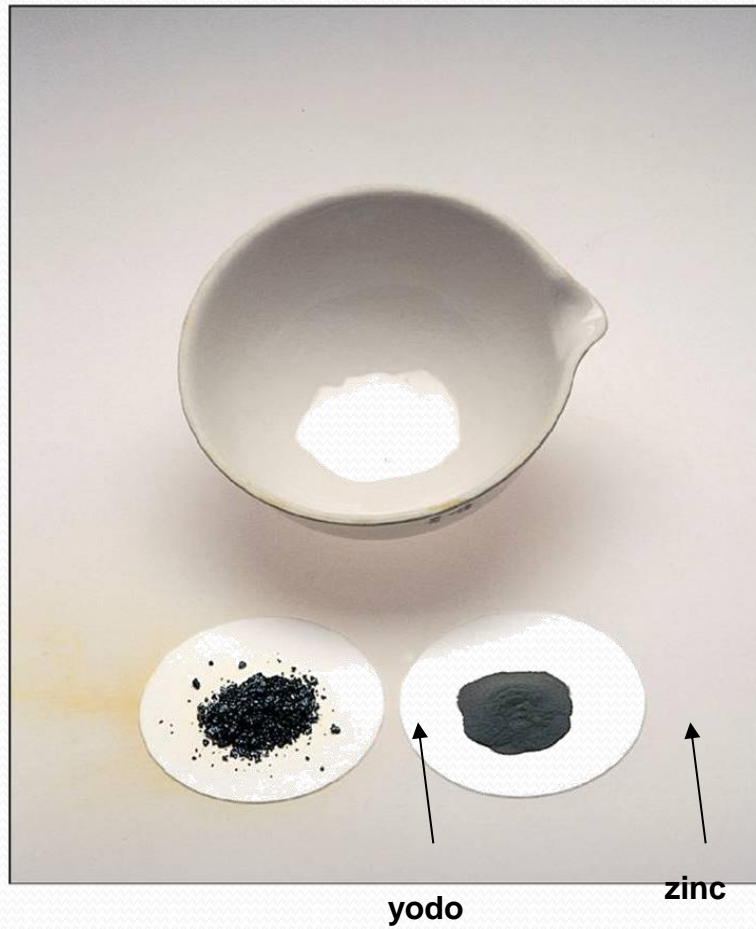


- Metal y no-metal:



- El producto es un compuesto iónico binario.

## Ejemplo: la combinación de yodo con zinc



## Ejemplo: la combinación de hidrógeno con cloro



## Reacciones de Descomposición

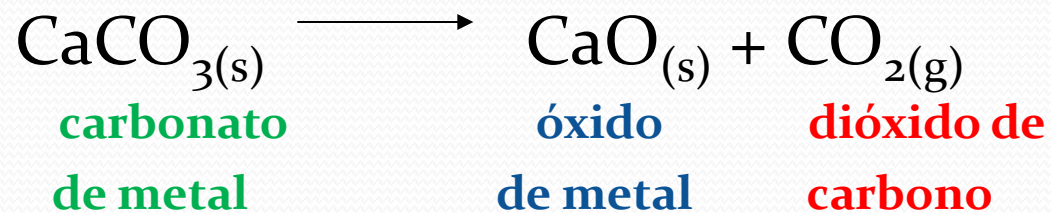
- Un compuesto es roto en dos o más sustancias más simples.

- Carbonato hidrogenado de metal:



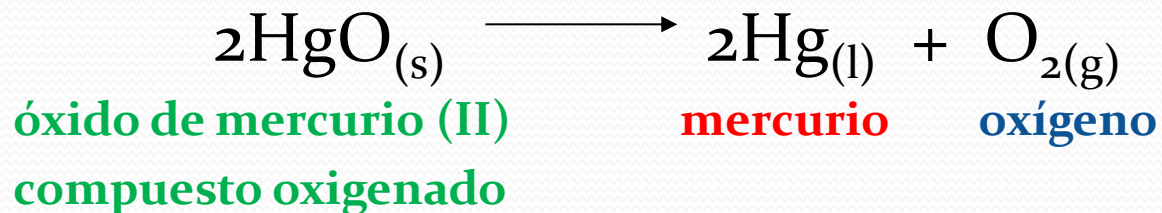
- Durante la reacción de descomposición el estado de oxidación del metal no cambia.

- Carbonatos de Metal:



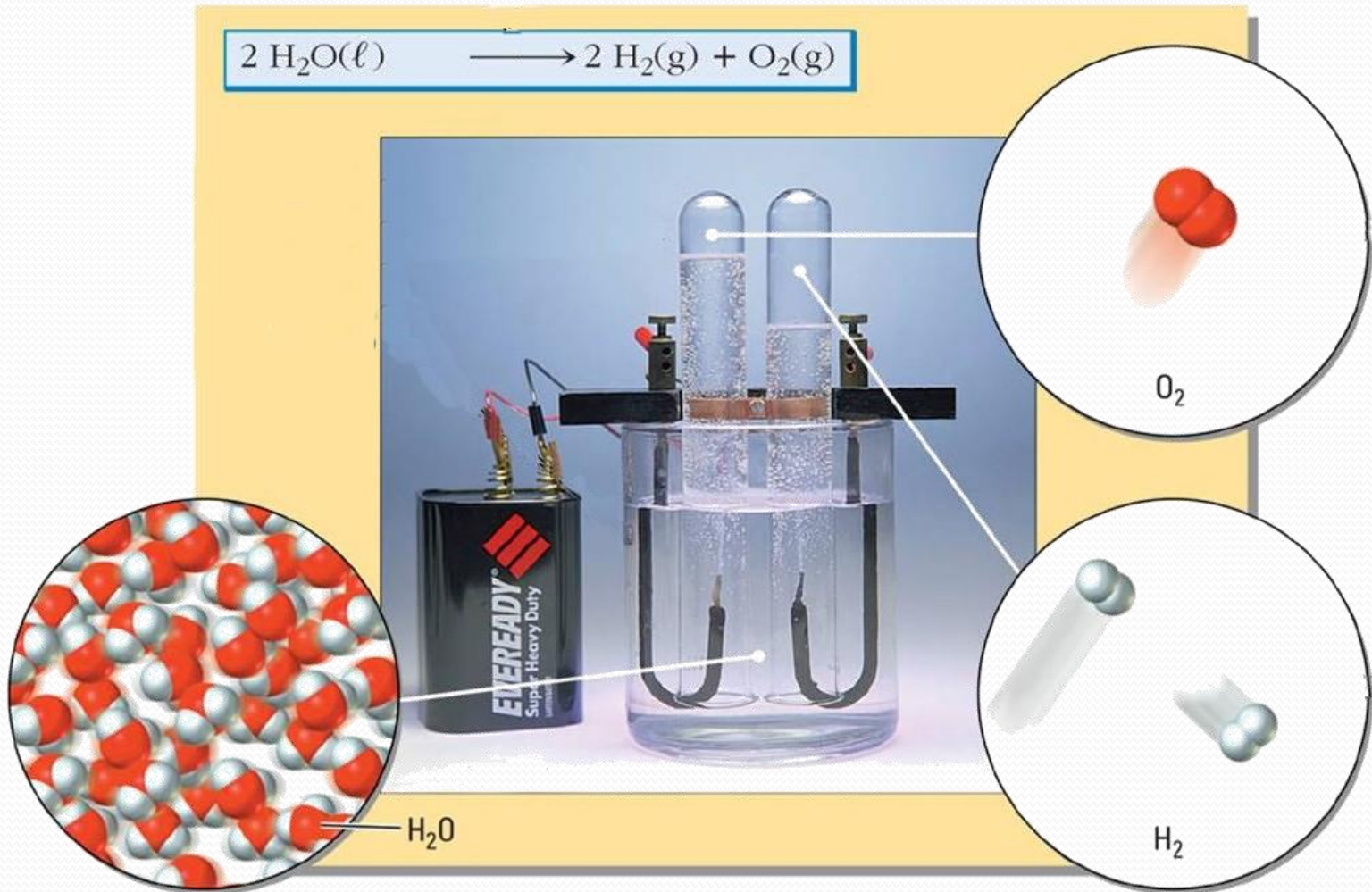
- El carbonato hidrogenado de metal se descompone en carbonato de metal al calentarse.
- Durante la reacción de descomposición el estado de oxidación del metal no cambia.

- Compuestos que contienen oxígeno:



- No se puede predecir la fórmula de los productos.

# Ejemplo: la descomposición del agua



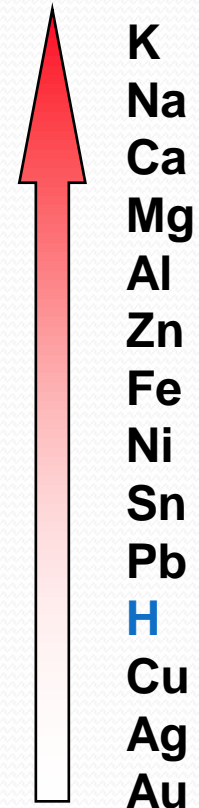
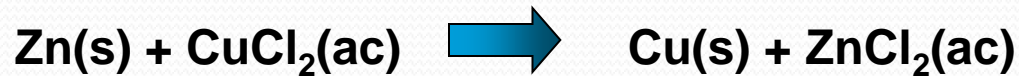
## Reacciones de Simple Desplazamiento

- En las reacciones de simple desplazamiento un metal en estado fundamental o no combinado desplaza a otro metal de un compuesto debido a que tiene una mayor *actividad química*.
- Series de Actividad:
  - Es una serie de metales arreglados por orden de reactividad química.
  - Los metales por debajo del hidrógeno en la serie de actividad no reaccionan con ácidos.



## Serie Electromotriz (de actividad)

- Los elementos más activos desplazan de los **Más activo** compuestos a los menos activos.



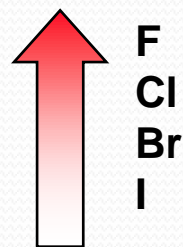
## Aplicación del concepto de actividad

- Metales activos:
  - Incluidos la mayoría de metales de los grupos I, II.
  - $\text{Li} > \text{K} > \text{Ba} > \text{Sr} > \text{Ca} > \text{Na}$
- Los metales activos reaccionan directamente con el agua:

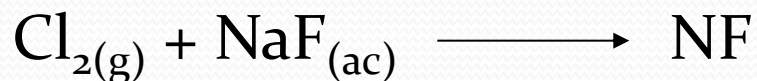


Más activo

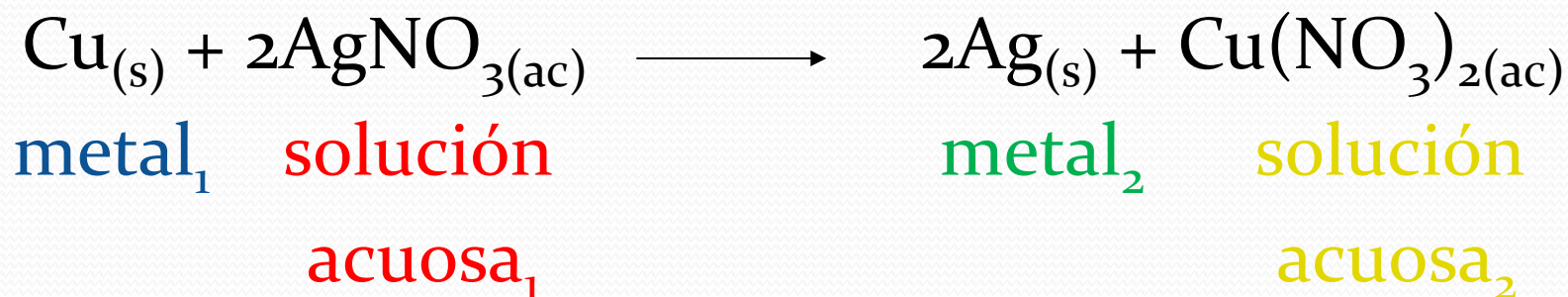
- Serie de actividad para no-metales:



- Esta serie de actividad explica lo siguiente:

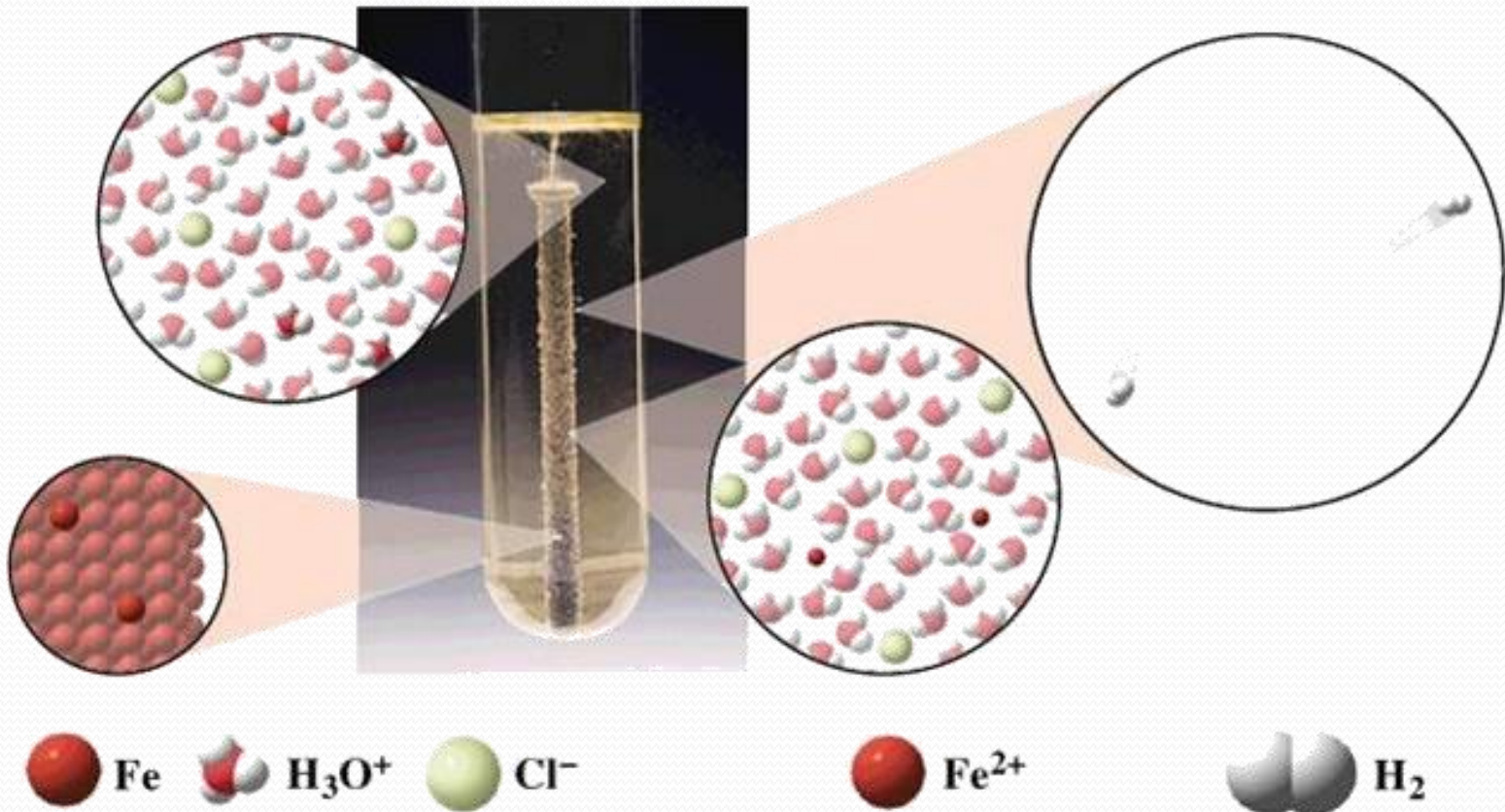


- En una reacción de simple desplazamiento un metal desplaza otro metal o hidrógeno, de un compuesto o solución acuosa que tenga una menor actividad según la serie electromotriz.
- Metal y una solución acuosa

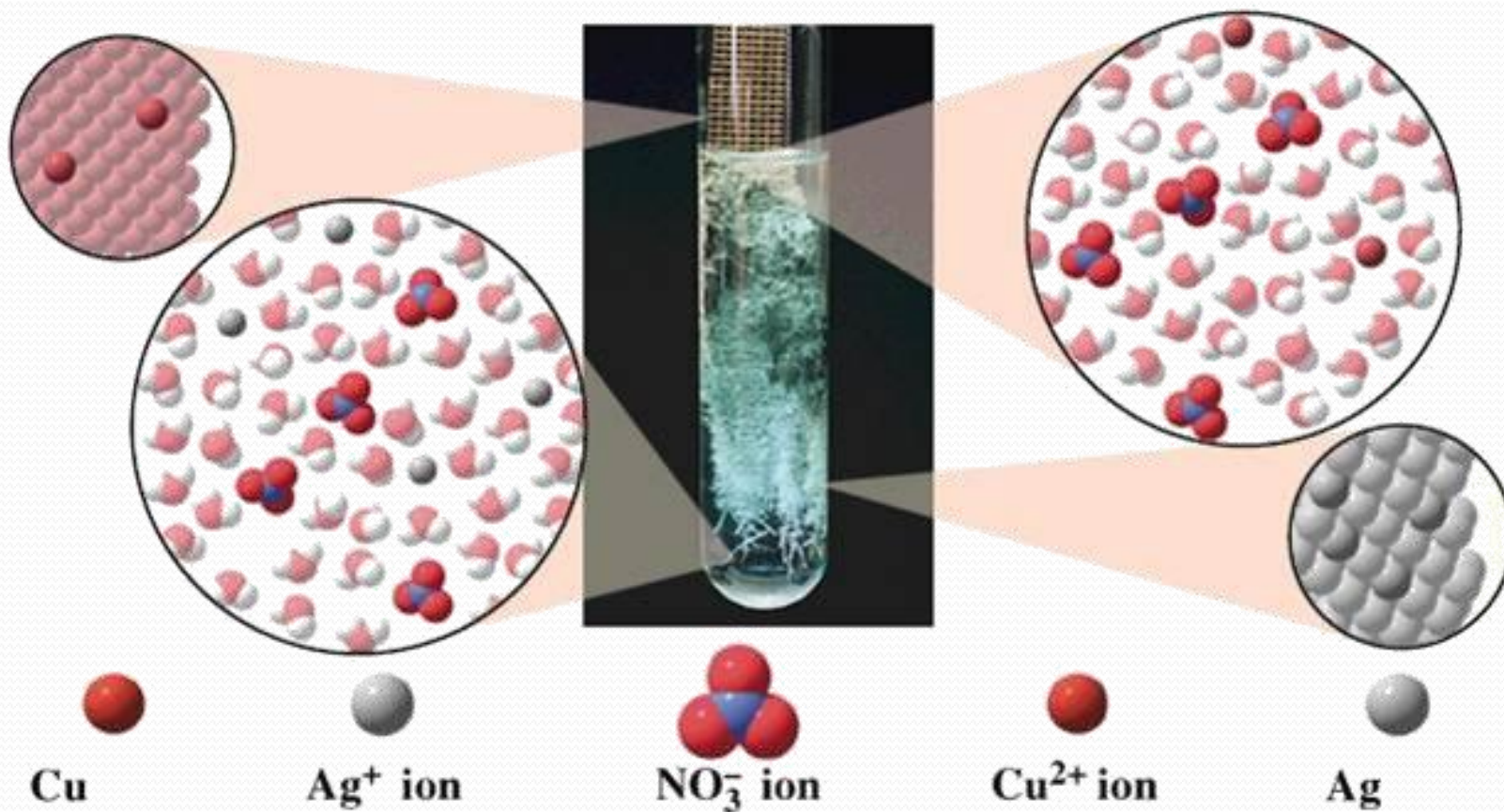




# Ejemplo: la sustitución del hidrógeno del ácido por hierro

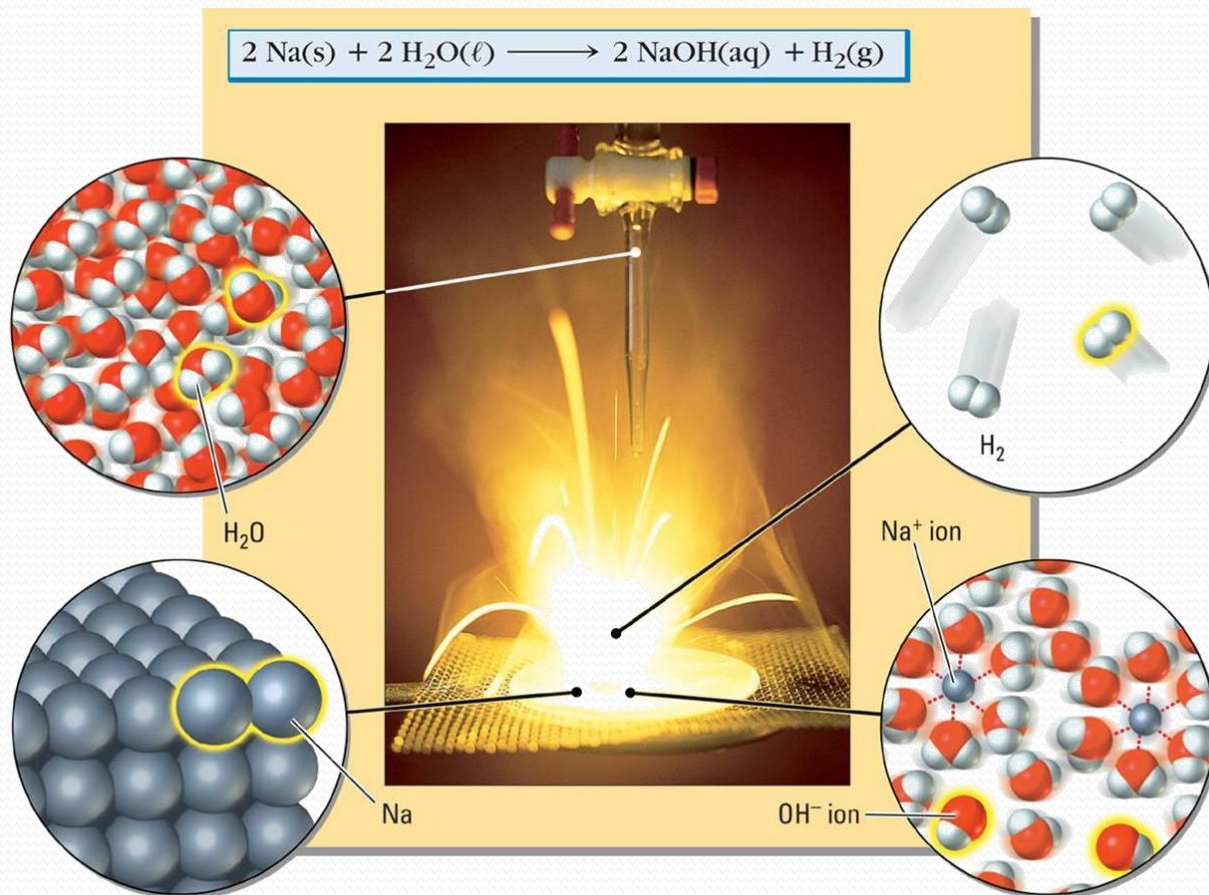


# Sustitución de la plata por el cobre





## Ejemplo: la sustitución del hidrógeno del agua por el sodio





# Reglas de Solubilidad

1. La mayoría de compuestos que contienen iones  $\text{NO}_3^-$  son solubles.
2. La mayoría de compuestos que contienen los iones  $\text{Na}^+$ ,  $\text{K}^+$ , or  $\text{NH}_4^+$  son solubles.
3. La mayoría de compuestos que contienen iones  $\text{Cl}^-$  son solubles, excepto  $\text{AgCl}$ ,  $\text{PbCl}_2$ , y  $\text{Hg}_2\text{Cl}_2$

# Reglas de Solubilidad

1. La mayoría de compuestos que contienen iones  $\text{SO}_4^{2-}$  son solubles, excepto  $\text{BaSO}_4$ ,  $\text{PbSO}_4$ ,  $\text{CaSO}_4$
2. La mayoría de compuestos que contienen iones  $\text{OH}^-$  son ligeramente solubles (precipitan), excepto  $\text{NaOH}$ ,  $\text{KOH}$ , que son solubles y  $\text{Ba}(\text{OH})_2$ ,  $\text{Ca}(\text{OH})_2$  son moderadamente solubles.
3. La mayoría de compuestos que contienen iones  $\text{S}^{2-}$ ,  $\text{CO}_3^{2-}$ , o  $\text{PO}_4^{3-}$  son ligeramente solubles (precipitan)

# Disociación

- Compuestos iónicos
  - metal + no-metal
  - metal + ion poliatómico
  - Cation poliatómico + anion
- Cuando los compuestos iónicos se disuelven en agua éstos se separan en sus iones, este proceso se llama disociación (ionización).
- Se sabe que los compuestos iónicos se disocian cuando se disuelven en agua porque la solución conduce la electricidad.

# Ecuaciones Iónicas

- Son ecuaciones que describen la disolución (formación de iones) de sustancias solubles en agua

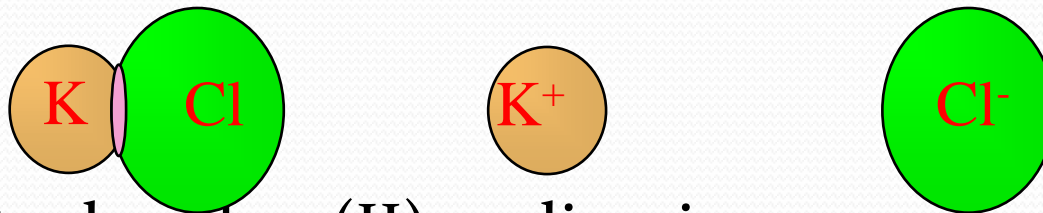


- En estas ecuaciones se indican los iones y moléculas en solución, así como también las sustancias sólidas, líquidas o gaseosas que no se disuelven.

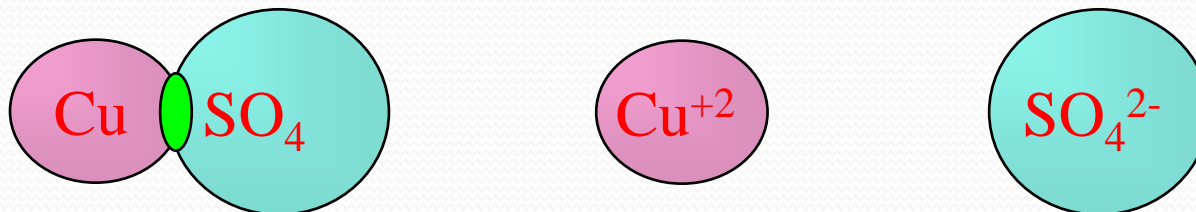


# Ejemplos de disociación

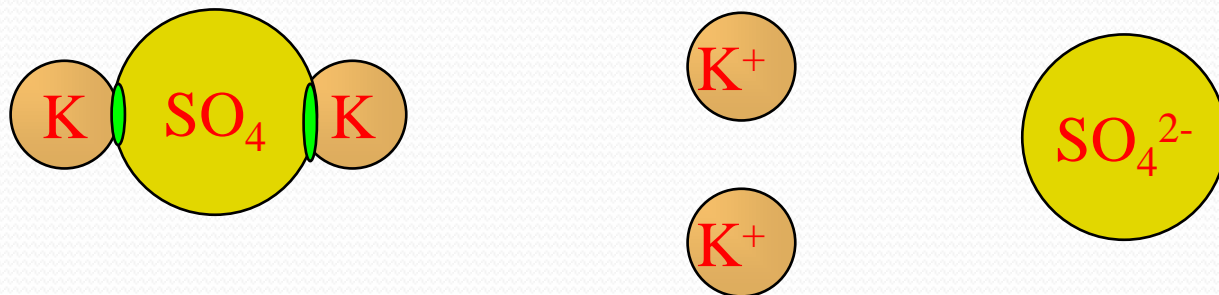
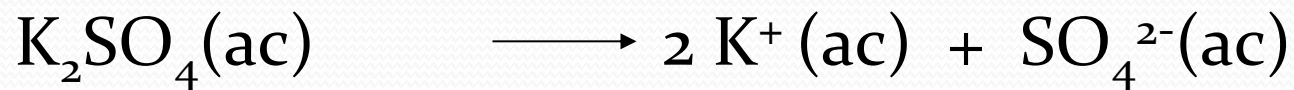
- El cloruro de potasio se disocia en agua en cationes potasio y aniones cloruro.



- El sulfato de cobre (II) se disocia en agua en cationes cobre (II) y aniones sulfato.

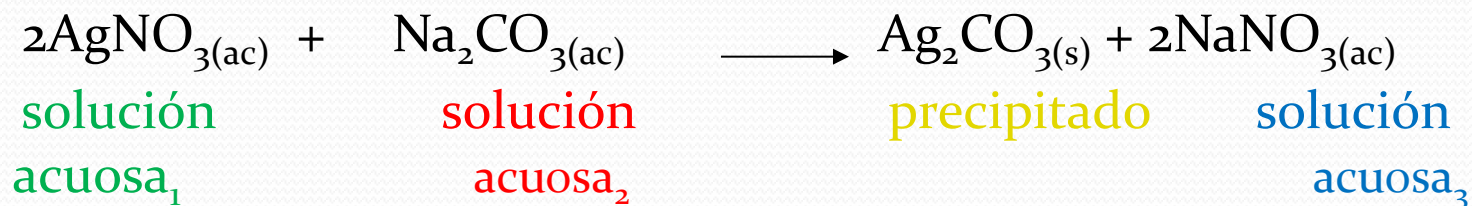


- El sulfato de potasio se disocia en agua en cationes potasio y aniones sulfato.



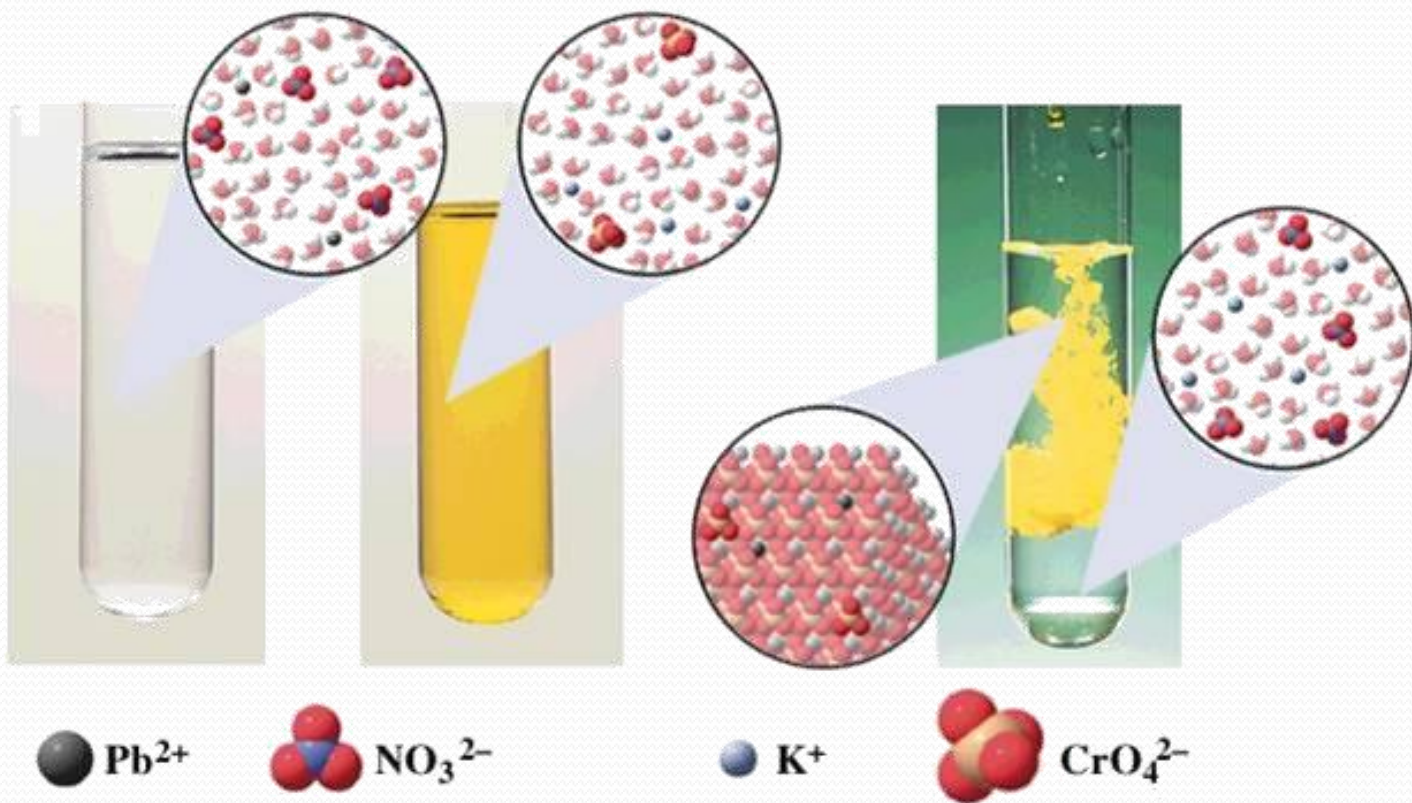
## Reacciones de Doble Desplazamiento

- En las reacciones de doble desplazamiento dos compuestos iónicos en solución acuosa intercambian aniones para producir compuestos nuevos.



- No hay reacción si no se forma un precipitado. Esto se puede prever de acuerdo a las reglas de solubilidad.

## Precipitación de cromato de plomo (II)





# Reacciones de Neutralización

- Una reacción de neutralización es un caso especial de reacción de doble desplazamiento.
- En una reacción de neutralización, un ácido y una base reaccionan para formar un compuesto iónico (sal) y agua.
- Acido – sustancia que libera iones hidrógeno  $H^+$ .
- Base – sustancia que libera iones  $OH^-$ .



ácido

base

sal

agua

acuoso

acuosa

acuosa

- Use un indicador de pH para comprobar que se llevó a cabo la neutralización.
- Observe un ligero aumento de la temperatura.

**GRACIAS**